

Chapitre II

la liaison chimique

I / Introduction :

• de plus souvent, les atomes s'associent entre eux pour former des molécules, mais on rencontre très rarement des atomes à l'état isolé (gaz rares = gaz monoatomique)

• le passage spontané de l'état atomique à l'état de corps composés entraîne un réarrangement de la structure électronique. En général, tout système évolue vers l'état qui minimise son énergie globale, c'est à dire que l'énergie de la molécule formée est inférieure à la somme des énergies des atomes isolés.

• les molécules sont donc des assemblages d'atomes liés par des liaisons chimiques. Ce sont les e^- les plus externes (e^- de valence) qui vont former la liaison.

• Les e^- du cœur sont très fortement attirés par le noyau, ils ne contribuent pas à l'établissement des liaisons chimiques.

2° / des types de liaison chimique

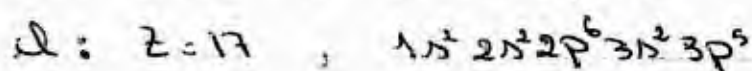
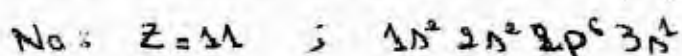
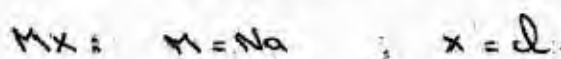
a) la liaison ionique :

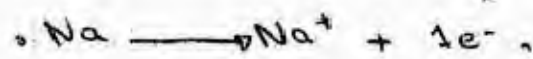
• c'est 1 liaison entre un élément électropositif (prêt à perdre des e^-) et un élément électronégatif (prêt à capter des e^-). La différence d'électronégativité entre les éléments assurant la liaison doit être supérieure à 1,6 sur l'échelle de Pauling.

$$\Delta x = x(X) - x(M) > 1,6$$

Exemple

association d'1 atome alcalin M et d'1 atome halogène X





• Il y a donc un transfert d'une e^- de Na vers Cl de composé formé s'écrit alors Na^+Cl^- .

$$\Delta\chi = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{Na}) = 3,0,9 - 0,9 = 2,1 > 1,6$$

b) Liaison métallique:

• C'est 1 liaison entre 2 atomes électropositifs. Ces éléments ont tendance à perdre des e^- pour former des cations. En absence de capteur, les e^- vont former un nuage électronique circulant autour d'un édifice d'ions positifs et assurant la liaison.

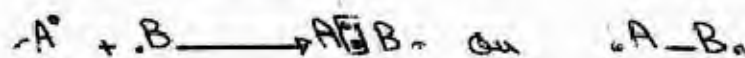
Exemple: Métal Na ($\text{Na}-\text{Na}$)

Alliage Cu-Au (Au_3Cu)

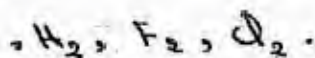
c) La liaison covalente:

• C'est une liaison entre deux éléments électro-négatifs dont la différence d'électronégativité est faible. Les 2 atomes auront tendance à attirer les e^- , la liaison se fera alors par mise en commun d'un certain nombre d' e^- .

• La liaison se situe entre les 2 atomes.



Exemple



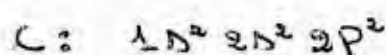
3°/ Etude de la liaison covalente:

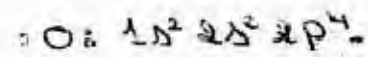
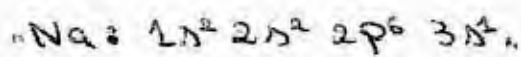
a) théorie de Lewis:

• Cette théorie est fondée sur 3 notions fondamentales.

i) seuls les e^- de la couche électronique externe participent à la formation de la liaison.

Exemple:





ii) - Les gaz rares ont leur couche externe saturée $2s^2$ pour l'He et $ns^2 np^6$ pour les autres, ils sont donc inertes chimiquement et très stables. Cette stabilité est liée à la conf. élect saturée.

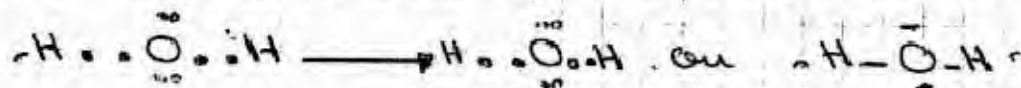
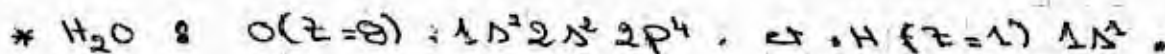
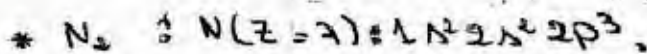
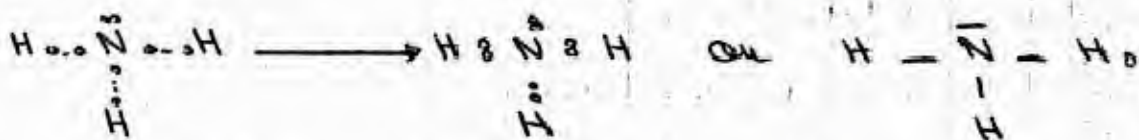
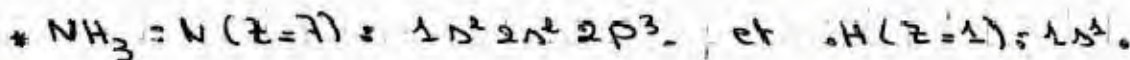
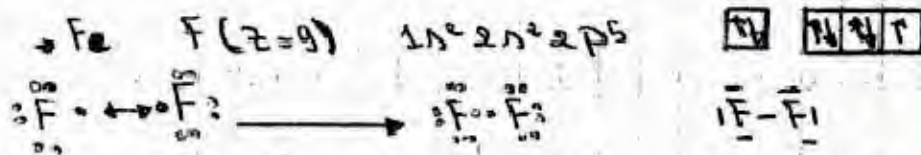
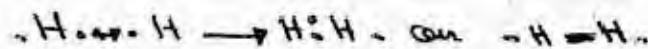
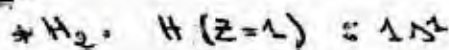
Donc les atomes dans une molécule covalente ont tendance à acquérir la conf. élect des gaz rares, c.à.d. saturer leur couche externe à $8e^-$, c'est la règle de l'octet.

iii) - Il y a deux types de liaisons covalentes.

* Liaison covalente normale:

• Chaque atome fournit $1e^-$ pour la mise en commun d'un doublet électronique.

Exemples:



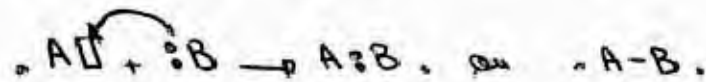
$\text{O} = \text{O}$ Les représentations s'appellent:

diagrammes de Lewis

- Liaison covalente de coordination ou (dative).

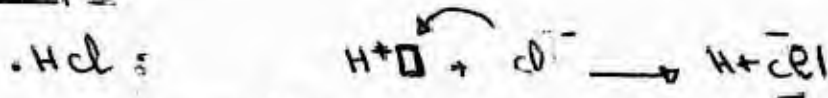
• d'un des atomes, le donneur B, fournit les $2e^-$ (doublet)

de la liaison, l'autre atome A accepteur n et en jeu une orbitale atomique de valence libre.

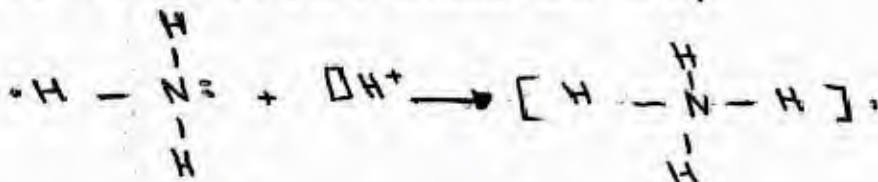


Le type de liaison est représenté par une flèche dirigée de l'atome donneur vers l'atome accepteur $A \rightarrow B$.

Exemple:



+ Formation de l'ion ammonium NH_4^+ :

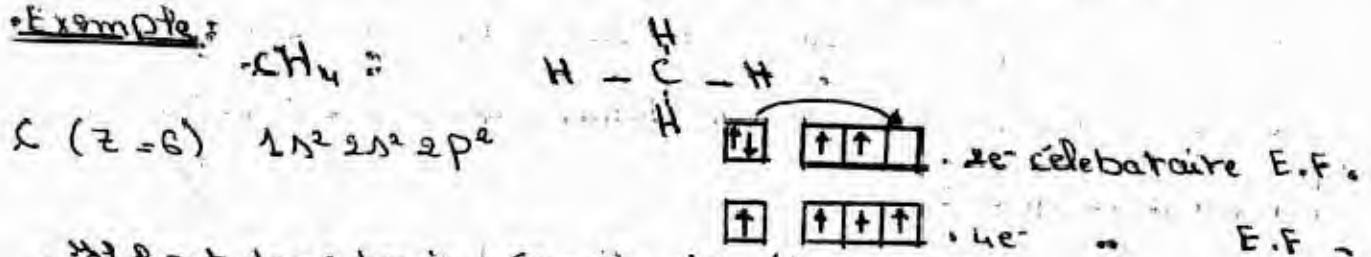


Notion de valence, atome excité

On appelle valence, le nombre de liaison qu'un élément peut former. Théoriquement la valence est égale au nombre d'électrons célibataires de l'atome.

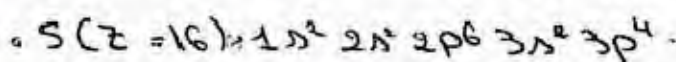
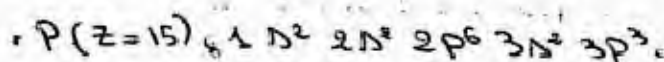
Dans certains cas le nombre de liaison est supérieure au nombre d'électrons célibataires de l'atome à l'état fondamental.

Exemple:

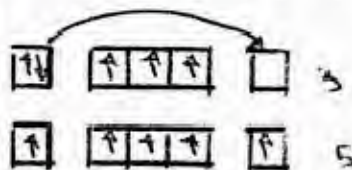


Il faut donc tenir compte des états excités.

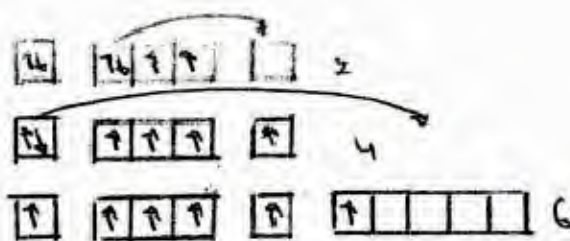
Exemples:



	Valence	Exemple
P	3	PCl_3
	5	PCl_5

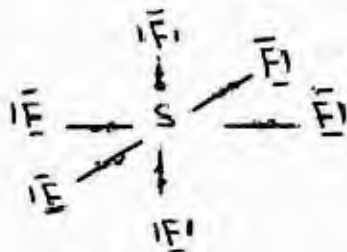


	Valence	Exemple
S	2	H_2S
	4	SF_4
	6	SF_6

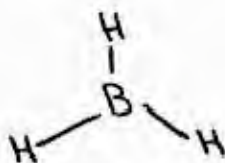


Remarques:

• la règle de l'état de l'octet n'est pas respectée.



• 12 e⁻ entour le S.



• 6 e⁻ entour le B < 8.

Conclusion:

• la théorie de Lewis est mise en défaut chaque fois que la règle de l'octet n'est pas respectée.

• Elle ne connaît que les liaisons simple, double ou triple, elle est donc mal adaptée à la description des structures intermédiaires comme celle du benzène.

• D'autre part la théorie de Lewis n'apporte aucune information sur l'orientation géométrique de la liaison et si la conception de la liaison covalente est mise en défaut par l'existence de H_2^+ , liaison à 1 seul e⁻.

• D'où la nécessité de la conception d'un nouveau modèle basé sur la théorie des orbitales moléculaires.



ETUSUP.com

Programmmation
Cours
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Livres
Exercices
Contrôles Continus
Langues
Thermodynamique
Multimedia
Divers
Economie
Travaux Dirigés
Chimie Organique
Informatique
Optique
Chimie
Diapo
Algèbre
Corrigés
Mathématiques
Mécanique
Travaux Pratiques
Droit

et encore plus..